

## Solución a las cuestiones y problemas de final de unidad

### 1. ¿Cuál será la electrovalencia de los siguientes elementos: Al, K, Br, Ne?

Teniendo en cuenta la configuración electrónica del nivel de valencia, en cada caso, tendremos: Al: +3; K: +1; Br: -1; Ne: 0.

### 2. Calcular la energía de red o reticular del MgO si en la formación a partir de sus elementos se desprenden 602 kJ/mol.

Datos:

$$E_s (\text{Mg}) = 148 \text{ kJ/mol};$$

$$E_i (\text{Mg}) = 1.450 \text{ kJ/mol};$$

$$E_d (\text{O}_2) = 250 \text{ kJ/mol};$$

$$E_{af} (\text{O}) = 844 \text{ kJ/mol}.$$

Haciendo uso del ciclo de Born-Haber, sumamos todas las energías desprendidas, de un lado, y las absorbidas de otro; así: energía desprendida = 844 kJ/mol, y energía absorbida = 1.723 kJ/mol. Existe un déficit de energía de 879 kJ/mol. Puesto que en la formación de un mol de MgO se desprenden 602 kJ, la energía reticular debe ser tal que compense el defecto de energía y aporte, además, la que se desprende:

$$\text{Energía reticular} = 879 + 602 = 1.481 \text{ kJ/mol}.$$

### 3. Clasificar cada uno de los sólidos siguientes en su tipo correspondiente:

a) Amalgama de dentista (70% de Hg y 30% de Cu).

b) Bolas de naftalina (naftaleno, C<sub>10</sub>H<sub>8</sub>).

c) Carburo de wolframio, WC.

d) Cloruro de rubidio, RbCl.

Asignar a cada uno de ellos la propiedad siguiente que les cuadre más: 1) Duro como el diamante. 2) Blando como la cera. 3) Punto de fusión por encima de los 2.000 K. 4) Conductividad eléctrica elevada. 5) Maleable. 6) Con brillo metálico. 7) Cristal que se quiebra fácilmente al golpearlo. 8) Soluble en agua, dando una disolución conductora. 9) Aislador que se convierte en conductor eléctrico al fundirse. 10) Con olor fácilmente detectable.

a) metálico; b) molecular; c) red covalente; d) iónico.

Propiedades: 1 al **c**; 2 al **b**; 3 al **c**; 4 al **a**; 5 al **a**; 6 al **a**; 7 al **d**; 8 al **d**; 9 al **d**; 10 al **b**.

### 4. Indicar el número de pares de electrones enlazantes y no enlazantes en el entorno del átomo central de las siguientes moléculas: H<sub>2</sub>O, PBr<sub>3</sub>, BCl<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>.

H<sub>2</sub>O: 2 enlazantes y 2 no enlazantes.

PBr<sub>3</sub>: 3 enlazantes y 1 no enlazante.

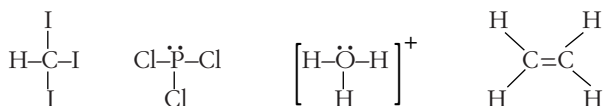
$\text{BCl}_3$ : 3 enlazantes y ninguno no enlazante.

$\text{CO}_2$ : 4 enlazantes y ninguno no enlazante.

5. a) **Escribir las estructuras de Lewis para cada uno de los siguientes iones o moléculas:  $\text{CHI}_3$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{C}_2\text{H}_4$ .**

b) **Explicar la geometría esperada para las moléculas de  $\text{CHI}_3$  y de  $\text{PCl}_3$ .**

a)



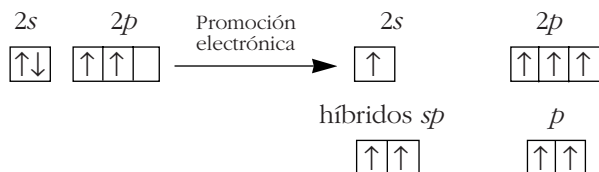
b)  $\text{CHI}_3$  tetraédrica irregular.  $\text{PCl}_3$  piramidal.

6. **De los siguientes compuestos:  $\text{NCl}_5$  y  $\text{PCl}_5$ , uno de ellos no puede existir. ¿Cuál es y por qué?**

No puede existir el  $\text{NCl}_5$ , puesto que el N, al no tener orbitales  $d$  de valencia, no puede presentar covalencia 5.

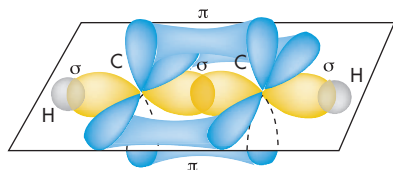
7. **Utilizando la teoría de hibridación de orbitales, explicar las estructuras y geometrías de las moléculas de etino, agua y amoníaco.**

La estructura de la molécula de etino es  $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ . Para formar los triples enlaces, el átomo de C adopta la hibridación  $sp$ .



Los dos híbridos  $sp$  se orientan en la misma línea, formando ángulo de  $90^\circ$  con los dos orbitales  $p$ .

El triple enlace  $\text{C}\equiv\text{C}$  está constituido por un enlace  $\sigma$ , a través de un orbital híbrido  $sp$  de cada átomo y dos enlaces  $\pi$ , donde intervienen los orbitales  $p$ . Los enlaces con los H son  $\sigma$ , formados por solapamiento del segundo orbital híbrido  $sp$  del C con el orbital  $s$  del H. La molécula tendrá geometría lineal:



La estructura de la molécula de agua es  $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ . Su geometría viene determinada por la configuración del átomo de oxígeno:

O ( $Z = 8$ ):  $1s^2 2s^2 p^4$  ( $p_x^2, p_y^1, p_z^1$ ). Puede suponerse hibridación  $sp^3$  para el O, utilizando dos orbitales híbridos para formar enlaces con los H y dos orbitales híbridos para albergar dos pares de electrones no enlazantes. Puesto que los cuatro

orbitales híbridos se disponen tetraédricamente, la molécula presenta geometría angular, con ángulos teóricos de  $109,5^\circ$ .

La estructura del amoníaco es:



La geometría de la molécula de amoníaco viene determinada por la configuración del átomo de nitrógeno:

N ( $Z = 7$ ):  $1s^2 2s^2 p^3$  ( $p_x^1, p_y^1, p_z^1$ ). Puede suponerse hibridación  $sp^3$  para el nitrógeno, utilizando tres de los orbitales híbridos para formar enlaces con los H y dejando el cuarto híbrido para albergar el par de electrones no enlazante.

Puesto que los cuatro híbridos  $sp^3$  se disponen tetraédricamente, la molécula presenta geometría piramidal.

**8. Representar las estructuras de Lewis, indicando la geometría molecular (RPECV) y el momento dipolar (0 o  $\neq 0$  de las siguientes moléculas:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CS}_2$  y  $\text{HCN}$ .**

Las estructuras de Lewis de  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CS}_2$  y  $\text{HCN}$  son:



Teniendo en cuenta que el método RPECV considera que los pares de electrones que rodean al átomo central se disponen lo más alejados posible, y que a efectos de la distribución de pares en el espacio, el doble y el triple enlace se tratan como si fuesen enlaces sencillos, la primera molécula ( $\text{SO}_2$ ) será angular, dado que los tres pares que rodean al S estarán dirigidos hacia los vértices de un triángulo equilátero, y la segunda ( $\text{CS}_2$ ) y la tercera ( $\text{HCN}$ ) serán lineales, puesto que dos pares rodeando al átomo central se colocan formando un ángulo de  $180^\circ$ .

La única que tendría momento dipolar cero sería el  $\text{CS}_2$ , puesto que al ser la molécula lineal se compensarían los momentos.

**9. Elegir, de cada uno de los siguientes pares de sustancias, el que tenga mayor punto de ebullición. Explicar en cada caso la razón de la elección.**

a) HF o HCl.

b)  $\text{Br}_2$  o  $\text{ICl}$ .

c)  $\text{CH}_4$  o  $\text{C}_2\text{H}_6$ .

d)  $\text{C}_2\text{H}_6$  o  $\text{CH}_3\text{OH}$ .

a) HF. Puesto que entre sus moléculas existen enlaces de hidrógeno.

b)  $\text{ICl}$ . Además de las fuerzas de Van der Waals (que también existen y son de similar magnitud en el  $\text{Br}_2$ ), actúan fuerzas entre dipolos al ser la molécula polar.

c)  $\text{C}_2\text{H}_6$ . Las fuerzas de Van der Waals son mayores.

d)  $\text{CH}_3\text{OH}$ . Además de las fuerzas de Van der Waals se forman enlaces de hidrógeno entre sus moléculas.

**10. Considerando dos metales como el Be y el Ge, razonar por qué:**

a) El Ge presenta más resistencia eléctrica que el Be.

**b) Al aumentar la temperatura, la resistencia del Ge disminuye y la del Be aumenta.**

a) y b) El Be es un conductor. La banda de valencia y la de conducción están solapadas; además existen huecos en la banda de valencia y los electrones pueden moverse con facilidad, por lo que presenta baja resistencia eléctrica. La conductividad del Be es electrónica; al aumentar la temperatura aumenta la vibración de los átomos de la red y se dificulta la movilidad de los electrones, aumentando así la resistencia. El Ge es un semiconductor. La banda de valencia está totalmente llena, y entre la banda de valencia y la de conducción existe una pequeña separación energética que hace que presente mayor resistencia eléctrica. Sólo los electrones que puedan saltar esa barrera energética tendrán libertad de movimiento y esto se ve favorecido por la agitación térmica (el aumento de temperatura).

**11. Mostrar que los compuestos NaF y MgO tienen la misma configuración electrónica.**

Ambos compuestos son iónicos. En el primero, el ión  $\text{Na}^+$  y el ión  $\text{F}^-$ . En el segundo, los iones  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{O}^{2-}$ . Las configuraciones electrónicas de cada ión son:  $\text{Na}^+$ :  $1s^2 2s^2 p^6$ ;  $\text{F}^-$ :  $1s^2 2s^2 p^6$ ;  $\text{Mg}^{2+}$ :  $1s^2 2s^2 p^6$ ;  $\text{O}^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 p^6$ .

Como se ve, tienen todos la misma configuración electrónica.

**12. Calcular la energía reticular del KCl sabiendo que en la formación a partir de sus elementos se liberan 437 kJ/mol.**

**Datos:**

$$E_s (\text{K}) = 89 \text{ kJ/mol};$$

$$E_i (\text{K}) = 418 \text{ kJ/mol};$$

$$E_d (\text{Cl}_2) = 244 \text{ kJ/mol};$$

$$E_{af} (\text{Cl}) = 348 \text{ kJ/mol}.$$

Tal como hemos visto en el problema 2, sumando las energías absorbidas tendremos 629 kJ/mol, y sumando las energías desprendidas, 348 kJ/mol, es decir, hay un defecto de energía de 281 kJ/mol. Como en la formación de un mol se desprenden 437 kJ, la energía reticular debe ser la suma de ambas cantidades: 718 kJ/mol.

**13. Di cuál(es) de estas propiedades solo se dan en un sólido iónico:**

**a) Temperatura de fusión baja.**

**b) Conducen la electricidad en estado sólido.**

**c) Se disuelven en agua y producen una disolución que contiene principalmente moléculas.**

**d) Cuando se funden, conducen la electricidad.**

La única que corresponde a un sólido iónico es la **d**.

**14. De las siguientes sales:**

**CsF; LiBr; NaCl; LiI, KBr; LiCl; LiF; CsI,**

**una de ellas es muy poco soluble en agua. ¿Cuál es y por qué?**

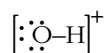
LiF, pues al ser los dos iones los más pequeños, la fuerza de atracción entre ellos es grande y también será grande su energía reticular.

**15. Ordenar los siguientes compuestos según sus puntos de fusión creciente y justificar dicha ordenación:**

**KF, RbI, RbF, CaF<sub>2</sub>**

RbI < RbF < KF < CaF<sub>2</sub>. El punto de fusión aumenta al disminuir el radio de los iones (mayor fuerza de atracción), y también al aumentar la carga de los iones (caso del CaF<sub>2</sub>).

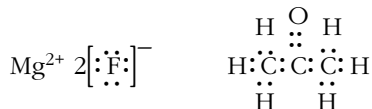
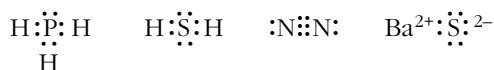
**16. Representar el ion OH<sup>-</sup> mediante un diagrama de puntos. Hacer un recuento de electrones para comprobar que tiene una carga negativa.**



Hay 8 electrones de valencia más dos electrones del primer nivel del átomo de O, es decir 10 *e*. Sin embargo, hay 9 protones: 8*p* del oxígeno y 1*p* del hidrógeno. De ahí que el ión hidróxido tenga carga -1.

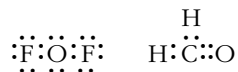
**17. Explicar, mediante diagramas de puntos o de Lewis, la formación de las siguientes moléculas:**

**PH<sub>3</sub>; H<sub>2</sub>S; N<sub>2</sub>; BaS; MgF<sub>2</sub>; CH<sub>3</sub>COCH<sub>3</sub>**



**18. Dibujar la estructura de Lewis e indicar si las siguientes moléculas tendrán o no enlaces múltiples:**

**HCN; CS<sub>2</sub>; CO<sub>2</sub>; OF<sub>2</sub>; H<sub>2</sub>CO**



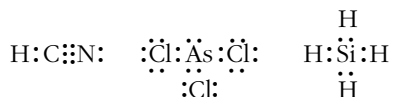
Tienen enlaces múltiples: HCN, CS<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub> y HCHO.

**19. Identificar todos los tipos de enlace que se deben encontrar en un cristal de sulfato de litio.**

Enlace iónico entre Li<sup>+</sup> y SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Enlace covalente entre el S y el O en el SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>.

**20. Deducir la geometría de las siguientes moléculas por el método RPECV:**

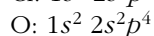
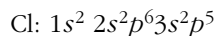
**HCN, AsCl<sub>3</sub>, SiH<sub>4</sub>**





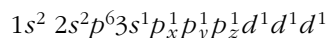
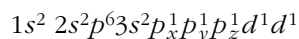
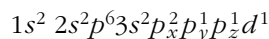
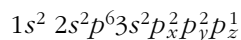
- b) En el  $\text{H}_2\text{O}$ , 2 pares enlazantes y 2 no enlazantes; en el  $\text{BeCl}_2$ , 2 pares enlazantes y 0 no enlazantes; en el  $\text{BCl}_3$ , 3 pares enlazantes y 0 no enlazantes.
- c) El  $\text{H}_2\text{O}$ , angular; el  $\text{BeCl}_2$ , lineal; el  $\text{BCl}_3$ , triangular plana.

**24. Describir la configuración electrónica de los átomos de cloro ( $Z = 17$ ) y de oxígeno ( $Z = 8$ ) y deducir de ahí su electrovalencia y su covalencia.**

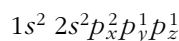


La electrovalencia del Cl es  $-1$ , y la de O, es  $-2$  puesto que pueden ganar uno y dos electrones, respectivamente, para alcanzar la configuración de gas noble.

El cloro puede presentar covalencia 1, 3, 5 y 7 puesto que, al tener disponibles orbitales  $d$  de valencia, puede tener, por promoción electrónica, uno, tres, cinco o siete electrones desapareados:



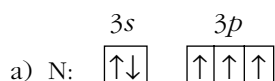
El oxígeno sólo puede presentar covalencia 2 al no tener disponibles orbitales  $d$  de valencia:



**25. Explicar según la teoría del enlace de valencia la existencia de las moléculas de:**

**a) Nitrógeno.**

**b) Pentacloruro de fósforo.**



El  $\text{N} \equiv \text{N}$  se produce por solapamiento de los orbitales  $p$  de ambos N. Dos de ellos frontalmente, enlace  $\sigma$ , y los otros lateralmente, (dos enlaces  $\pi$ ).



El P utiliza en su unión con el Cl cinco orbitales híbridos del tipo  $sp^3d$ , solapando con los cinco orbitales  $p$ , semillenos de cada Cl.

**26. Considerando los compuestos  $\text{PCl}_3$  y  $\text{PCl}_5$ , indicar:**

**a) ¿Cuál de ellos adopta hibridación y de qué tipo?**

**b) La geometría de la molécula de  $\text{PCl}_3$  por el método RPECV.**

a) Ambos pueden explicarse mediante la formación de orbitales híbridos. El  $\text{PCl}_3$ , admitiendo hibridación  $sp^3$ . El  $\text{PCl}_5$ , admitiendo hibridación  $sp^3d$ .

b) Según lo explicado en el problema 20 para el  $\text{AsCl}_3$ , será piramidal.

27. Si la molécula de  $\text{BI}_3$  es apolar teniendo enlaces polares, ¿cuál puede ser su geometría?

Puesto que el B está rodeado de 3 pares de electrones, será triangular plana.

28. A la vista de una tabla de electronegatividades, predecir el carácter iónico o covalente de:

a) Óxidos alcalinos.

b) Sulfuros alcalinotérreos.

c) Haluros de aluminio.

a) Iónicos; b) iónicos; c) covalentes (el  $\text{AlF}_3$  con bastante carácter iónico).

29. ¿Tiene el  $\text{SiH}_3\text{F}$  momento dipolar? Explicarlo.

Sí. Porque el  $\mu$  del enlace Si-F es mayor que el  $\mu$  resultante de los tres enlaces Si-H.

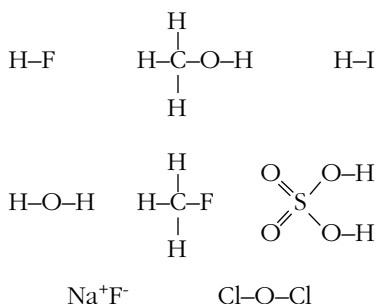
30. La distancia de enlace de HCl y HI es de 127 y 162 pm, respectivamente, siendo su porcentaje de carácter iónico del 17% y 4%, respectivamente. ¿Cuál de ellos tendrá un momento dipolar mayor?

El HCl, puesto que el producto distancia de enlace por tanto por ciento de carácter iónico (proporcional a  $\mu$ ) es mayor.

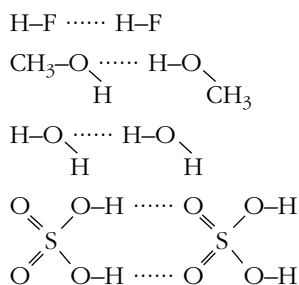
31. Desarrollar las fórmulas de las siguientes moléculas:

$\text{HF}$ ;  $\text{CH}_3\text{OH}$ ;  $\text{HI}$ ;  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CH}_3\text{F}$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{NaF}$ ;  $\text{Cl}_2\text{O}$ .

Indicar, en cada caso, si se forman o no enlaces de hidrógeno (en caso afirmativo, dibujar un esquema). Señalar en cuál de ellas los enlaces de hidrógeno poseen la mayor fortaleza.



Se forman enlaces de hidrógeno en el HF,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$  y  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , y la fortaleza de **cada uno** de los enlaces de hidrógeno disminuye en el orden indicado.





**32. Considerando los dos compuestos,  $\text{PCl}_3$  y  $\text{PCl}_5$ , indicar:**

**a) Qué tipo de sustancias son.**

**b) Cuál de ellos tendrá puntos de fusión y ebullición más elevados.**

a) moleculares; b)  $\text{PCl}_5$  por ser mayor su masa molecular (su número total de electrones).

**33. Explicar qué tipo de fuerzas de atracción o enlace químico han de romperse al disolver yodo en alcohol para preparar tintura de yodo.**

Fuerzas intermoleculares de Van der Waals.

**34. El carburo de silicio (carborundo) se obtiene, junto a monóxido de carbono, al calentar arena con carbón. Escribir la ecuación de la reacción. ¿Cómo puede explicarse que sea una sustancia dura (se emplea como abrasivo) y de alto punto de fusión, en función de su estructura?**

La reacción es:  $\text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{SiC} + \text{CO}\uparrow$

Su dureza se explica porque su estructura es de red covalente, similar a la del diamante, pero situándose alternativamente el Si y el C.

**35. Indicar qué tipo de enlace predomina en las siguientes sustancias:**

**a) Yodo.**

**b) Bromuro de potasio.**

**c) Potasio.**

**d) Fosfuro de hidrógeno.**

a) Covalente; b) iónico; c) metálico; d) covalente.

**36. Ordenar razonadamente los sólidos siguientes en orden creciente de puntos de fusión:**

**$\text{SiO}_2$ ;  $\text{I}_2$ ;  $\text{NaCl}$ .**

$\text{I}_2 < \text{NaCl} < \text{SiO}_2$ . El  $\text{I}_2$  es un sólido molecular, el  $\text{NaCl}$  es iónico y el  $\text{SiO}_2$  es un sólido de red covalente (mayor p.f.).

**37. Dadas las siguientes sustancias:**

**$\text{H}_2$ ,  $\text{NaF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ , C (diamante),  $\text{CaSO}_4$**

**a) Explicar el tipo de enlace que presenta cada una.**

**b) El estado de agregación que se esperaría para ellas en condiciones ordinarias.**

a)  $\text{H}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  enlace covalente (sustancias moleculares); C (diamante) enlace covalente (sustancia de red covalente);  $\text{NaF}$  y  $\text{CaSO}_4$  enlace iónico (sustancias iónicas). En el ión  $\text{SO}_4^{2-}$  hay enlaces covalentes entre el S y el O.

b)  $\text{H}_2$ : gas;  $\text{NaF}$ : sólido;  $\text{H}_2\text{O}$ : líquido; C (diamante): sólido;  $\text{CaSO}_4$ : sólido.

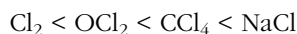
**38. La llamada banda prohibida, al igual que las bandas de valencia y de conducción, ¿está formada por OM?**

No. Los OM originan las bandas de valencia y de conducción. La llamada banda prohibida es la separación energética que existe entre las dos anteriores en los semiconductores y en los aislantes. No es realmente una banda.

**39. Predecir el orden creciente de los puntos de fusión de las siguientes sustancias:**

**óxido de dicloro, cloro, cloruro sódico y tetracloruro de carbono.**

**Explicar la razón de dicha predicción.**



Los tres primeros son moleculares, en orden creciente de su masa molecular (o número de electrones). El cuarto es iónico.

**40. Razonar qué tipo de sustancias son las siguientes:**

**magnesio, sulfato de litio y etano.**

**Predecir sus propiedades en cuanto a:**

**a) Estado de agregación en condiciones ordinarias.**

**b) Solubilidad en agua.**

**c) Conductividad eléctrica.**

Mg: metálico; a) sólido; b) insoluble; c) muy buen conductor.

$\text{Li}_2\text{SO}_4$ : iónico; b) soluble; c) no conduce en estado sólido, pero sí fundido o en disolución.

$\text{CH}_3\text{—CH}_3$ : molecular; a) gaseoso; b) insoluble; c) mal conductor.

**41. Entre las siguientes sustancias:**

**a) Litio.**

**b) Diamante.**

**c) Bromuro de cesio.**

**d) Agua.**

**1) ¿Cuál de ellas está formada por moléculas unidas por enlace de hidrógeno?**

**2) ¿Cuál de ellas es muy conductora en su estado natural?**

**3) ¿Cuál de ellas presenta mayor punto de fusión?**

**4) ¿Cuál de ellas es un aislante, pero conduce la corriente al disolverla en agua?**

1) Agua; 2) litio; 3) diamante; 4) bromuro de cesio.

**42. Describir algunos ensayos sencillos que se podrían hacer con un sólido para averiguar si es molecular, de red covalente, iónico o metálico.**

Medir su conductividad eléctrica en estado sólido y fundido.

Determinar sus puntos de fusión y ebullición. Estudiar su solubilidad en distintos disolventes. Determinar su dureza.

**43. Para las especies que a continuación se señalan:**

**sulfuro de hidrógeno, nitrógeno molecular, mercurio, fluoruro de litio, indicar, razonando la respuesta:**

**a) Qué tipo de enlace será el que existe entre sus átomos.**

**b)Cuál será el estado de agregación a 25 °C y 1 atm de presión.**

**c) Cuáles serán solubles en agua.**

**d)Cuál será la de menor punto de fusión y cuál la de mayor.**

- a) En el  $\text{H}_2\text{S}$ , covalente; en el  $\text{N}_2$ , covalente; en el Hg, metálico; en el LiF, iónico.  
b) Para las sustancias anteriores, respectivamente: gas, gas, líquido, sólido.  
c) El  $\text{H}_2\text{S}$  se disuelve moderadamente por reacción con el agua dando  $\text{S}^{2-} + 2 \text{H}_3\text{O}^+$ . El  $\text{N}_2$  es algo soluble, disminuyendo la solubilidad rápidamente con la temperatura. El Hg es insoluble. El LiF, siendo un compuesto iónico, presenta baja solubilidad en agua, debido a su elevada energía reticular.  
d) El  $\text{N}_2$  tendrá el menor p.f. (entre sus moléculas sólo existen fuerzas de Van der Waals) y el LiF tendrá el mayor p.f. (compuesto iónico).

**44. Teniendo en cuenta la energía de red de los compuestos iónicos, contestar, razonadamente, a las siguientes cuestiones:**

**a) ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor punto de fusión: NaF o KBr?**

**b) ¿Cuál de los siguientes compuestos será más soluble en agua: MgO o CaS?**

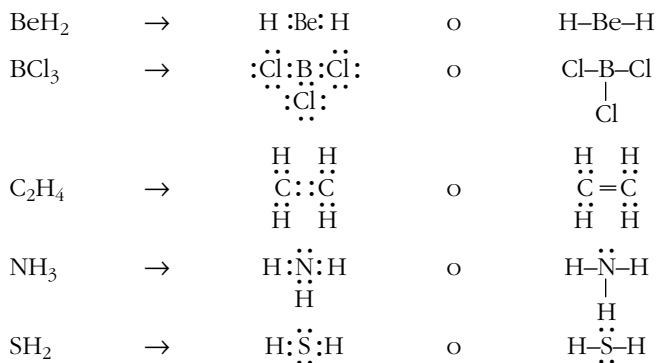
- a) Ambos compuestos son sólidos iónicos. Para fundirlos deben vencerse las fuerzas electrostáticas entre los iones y estas, según la ley de Coulomb, son directamente proporcionales al producto de sus cargas e inversamente proporcionales al cuadrado de la distancia entre ellas. En ambos compuestos las cargas son iguales (iones monopositivos) y la distancia entre los iones es menor en el NaF por tener el  $\text{Na}^+$  menor tamaño que el  $\text{K}^+$  y el  $\text{F}^-$  menor tamaño que el  $\text{Br}^-$ . En consecuencia, tiene mayor punto de fusión el NaF.  
b) Siguiendo el mismo razonamiento podemos concluir que el CaS es más soluble puesto que la fuerza electrostática entre sus iones será menor.

**45. Se pide:**

**a) Dibujar las estructuras de Lewis de las especies químicas siguientes: hidruro de berilio, tricloruro de boro, etileno, amoníaco e hidruro de azufre.**

**b) Justificar la geometría de estas sustancias e indicar si hay alguna que sea polar.**

a) Las estructuras de Lewis son las siguientes:



b) Hacemos uso del método RPECV:

BeH<sub>2</sub>: El Be está rodeado de dos pares de electrones; la molécula es lineal y, por razones de simetría, apolar. BCl<sub>3</sub>: El B está rodeado de tres pares de electrones, la molécula es triangular plana y, por las mismas razones, apolar.

C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>: Los dos átomos de carbono distribuyen los electrones en un plano; la molécula es plana y apolar.

NH<sub>3</sub>: Los cuatro pares que rodean al N se distribuyen en los vértices de un tetraedro, pero uno de ellos es no enlazante; la molécula es piramidal y polar (no se anulan los momentos de los enlaces N-H).

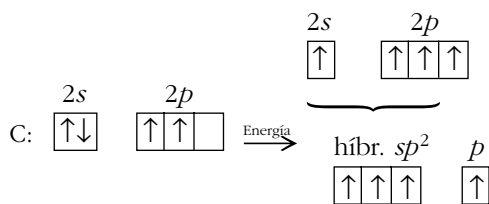
SH<sub>2</sub>: Los cuatro pares que rodean al S se distribuyen en los vértices de un tetraedro, pero dos de ellos son no enlazantes; la molécula es angular y, por tanto, polar.

#### 46. En la molécula de eteno:

a) ¿Qué hibridación presentan los átomos de carbono?

b) Explicar cómo se forma el doble enlace según la teoría del enlace de valencia.

a) La molécula de eteno, al poseer un doble enlace C = C, sugiere hibridación  $sp^2$  para los átomos de carbono. Esquemáticamente:



b) Los carbonos se unen solapándose un híbrido  $sp^2$  de cada carbono, para formar un enlace  $\sigma$ . A cada carbono le queda un orbital  $p$  con un electrón, situado perpendicularmente al plano de la molécula; estos orbitales se solapan lateralmente formando un enlace  $\pi$ .

#### 47. Explica qué tipo de enlace químico debe romperse o qué fuerzas de atracción deben vencerse para:

a) Fundir cloruro de sodio.

b) Hervir agua.

c) Fundir hierro.

d) Evaporar nitrógeno líquido.

a) Deben romperse las fuerzas electrostáticas entre iones. Se necesitan altas temperaturas.

b) Entre las moléculas de agua existen enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals (muy débiles). Hay que romper fundamentalmente los enlaces de hidrógeno.

c) Debe romperse el enlace metálico que existe entre sus átomos.

d) Las moléculas de nitrógeno están unidas por fuerzas de Van der Waals de dispersión que son las que hay que vencer en este caso.

**48. Para las moléculas de amoníaco y metano:**

**a) Indicar razonadamente la geometría que presentan.**

**b) Justificar la polaridad de cada una de ellas.**



- a) En el amoníaco el N está rodeado de cuatro pares de electrones que se dirigen a los vértices de un tetraedro, siendo uno de ellos no enlazante. Por consiguiente tiene geometría piramidal. En el metano el C se rodea de cuatro pares enlazantes y la molécula es tetraédrica.
- b) El enlace N-H es polar y la molécula de amoníaco también lo es puesto que se suman (vectorialmente) los momentos dipolares de los tres enlaces. El enlace C-H es débilmente polar, pero la disposición tetraédrica de los cuatro enlaces hace que se anulen los dipolos, dando momento dipolar cero para la molécula de metano.

**49. A partir de los datos que se dan a continuación, calcular la afinidad electrónica del I(g) mediante el ciclo de Born-Haber.**

**Datos: calor estándar de formación del KI(s) =  $-327 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; calor de sublimación del K(s) =  $90 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; calor de sublimación del I<sub>2</sub>(s) =  $62 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; energía de disociación del I<sub>2</sub>(g) =  $149 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; energía de ionización del K(g) =  $418 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; energía reticular del KI(s) =  $-633 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .**

El ciclo de Born-Haber (aplicación de la ley de Hess) permite afirmar que el calor de formación del KI (s) será la suma de todas las energías puestas en juego por el camino indirecto, es decir:

$$-327 = 90 + 418 + 62/2 + 149/2 + E_{af} + (-633),$$

de donde  $E_{af} = -308 \text{ kJ/mol}$ .